

Revisão de Ligações Químicas

1. Explique o que é Eletronegatividade.
2. Explique a Teoria do Octeto.
3. Como funcionam as ligações iônicas?
4. O que são compostos iônicos? Cite algumas características deles.
5. Como funcionam as ligações covalentes? E as ligações covalentes dativas?
6. O que são compostos moleculares? Cite algumas características deles.
7. O que você entende por hibridação? Explique sucintamente.
8. Como funcionam as ligações metálicas? Cite algumas características de compostos metálicos.
9. Qual a importância da repulsão eletrônica para a geometria molecular?
10. Como se orientam no espaço 2 átomos ligados entre si? Qual a sua geometria molecular? Dê exemplos.
11. Quais as geometrias moleculares possíveis para moléculas com 3 átomos? Qual a diferença entre elas? Dê exemplos de ambos os casos.
12. Quais as geometrias moleculares possíveis para moléculas com 4 átomos? Qual a diferença entre elas? Dê exemplos de ambos os casos.
13. Qual a geometria molecular possível para moléculas com 5 átomos? Dê exemplos.
14. Como funciona a polaridade das ligações químicas em geral?

15. O que você entende por interações intermoleculares? Quais suas características gerais?

16. Explique as interações de dipolo induzido.

17. Explique as interações de dipolo-dipolo.

18. Explique as Ligações de Hidrogênio.

19. O que você entende por solubilidade num contexto de interações intermoleculares?

20. Quais os fatores que afetam o ponto de fusão e o ponto de ebulição das moléculas?

Gabarito

1. Uma das propriedades periódicas mais importantes, a eletronegatividade é a força que um átomo, em uma ligação química, faz para atrair os elétrons dessa ligação. A eletronegatividade dos elementos não é uma grandeza absoluta, mas, sim, relativa. Ao estudá-la, na verdade, estamos comparando a força de atração exercida pelos átomos sobre os elétrons de uma ligação.

Tem uma relação com Raio Atômico: quanto menor o tamanho de um átomo, maior será a força de atração, pois a distância núcleo-elétron da ligação é menor. Não é definida para os gases nobres.

2. A teoria ou regra do octeto consiste na tendência que os átomos possuem em replicar a configuração eletrônica dos gases nobres, ou seja, completar o octeto da última camada eletrônica. A primeira exceção clara é o Hidrogênio que tenta replicar a configuração do Hélio que possui apenas 2 elétrons. Em suma, os átomos sempre vão tender a possuir 8 elétrons na sua última camada. Isto pode ser obtido pelas ligações químicas.

3. Esta ligação ocorre com a formação de íons. A atração entre os átomos que formam o composto é de origem eletrostática. Sempre um dos átomos perde elétrons, enquanto o outro recebe. O átomo mais eletronegativo arranca os elétrons do de menor eletronegatividade. Ocorre geralmente entre metais e não metais e entre metais e hidrogênio.

4. São compostos formados por ligações iônicas. Compostos iônicos são cristalinos que conduzem eletricidade em solução (tendem a ser solúveis em água) ou fundidos (eles têm alto ponto de fusão).

5. A característica mais marcante das ligações covalentes é como ela acontece. Sua definição diz que é dada pelo compartilhamento por um ou mais pares de elétrons entre as espécies químicas envolvidas. Isto gera uma atração entre ambos os átomos e mantém a molécula unida.

Exemplo abaixo mostra dois átomos de cloro realizando uma ligação covalente:

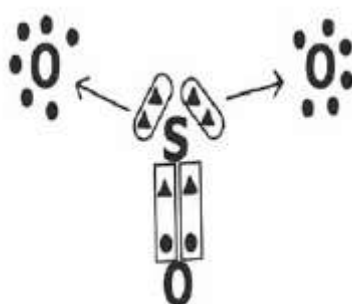


A razão pela qual as ligações covalentes ocorrem é que os átomos tendem a preencher suas camadas eletrônicas mais externas, buscando configurações mais próximas às dos Gases Nobres, ou seja, a distribuição eletrônica mais estável.

As Ligações Covalentes usualmente ocorrem entre átomos com eletronegatividades parecidas e altas dos quais remover completamente um elétron requer muita energia.

Existem as ligações covalentes do tipo π e as do tipo σ . Na molécula de oxigênio (O_2 ou ainda $O=O$) existem duas ligações covalentes, uma π e outra σ ; na molécula de etino ($HC\equiv C-H$) existem duas ligações π e uma σ . A ligação σ é mais forte que a ligação π e assim sendo mais difícil de ser rompida. Em geral a força das ligações covalentes é maior que a das interações intermoleculares e comparável à da ligação iônica.

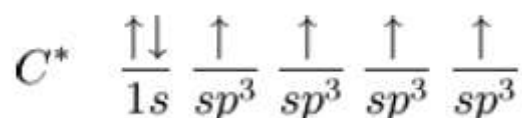
Embora haja muita discussão sobre o assunto, há listado ainda as Ligações Covalentes Dativa (ou Ligações Covalentes Coordenada) que são ligações em que apenas um dos átomos doa os pares de elétrons necessários para que ocorra a ligação. Um exemplo é o SO_3 , em que o átomo de enxofre faz duas ligações covalentes coordenadas:



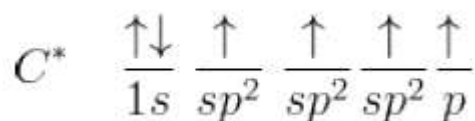
6. Compostos moleculares são formados por ligações covalentes. Podem ser encontrados nos 3 estados físicos em t.a., em geral possuem P.F. e P.E. menores que dos compostos iônicos, quando puros não conduzem corrente elétrica.

7. É o processo de formação de orbitais híbridos pela junção de dois (ou mais) orbitais diferentes para realização de mais ligações químicas. Caso mais comum: em alguns átomos (C, Si, S, O, N...), os orbitais dos subníveis atômicos s e p se misturam, dando origem a orbitais híbridos sp , sp^2 e sp^3 .

O exemplo mais simples é o do C. Ao fazermos a sua distribuição eletrônica, temos: $1s^2 2s^2 2p^2$. Ou seja, Carbono faria apenas duas ligações covalentes. Porém sabemos que o metano (CH_4) existe, ou seja, o Carbono faz 4 ligações. A explicação vem da hibridização do orbital 2s com os orbitais 2p formando 4 orbitais híbridos sp^3 :



Agora ele pode fazer 4 ligações. Quando um dos orbitais p não hibridiza temos o sp^2 :



E o mesmo para sp.

Dica: Carbono fazendo apenas ligações simples: sp^3

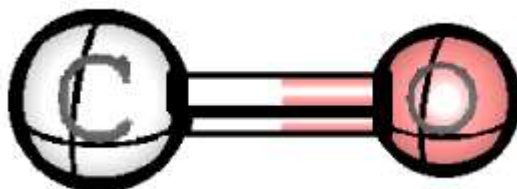
Fazendo ao menos uma ligação dupla: sp^2

Ao menos uma ligação tripla: sp

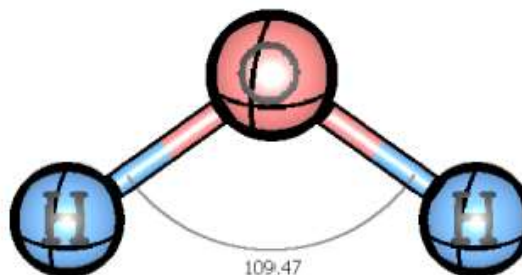
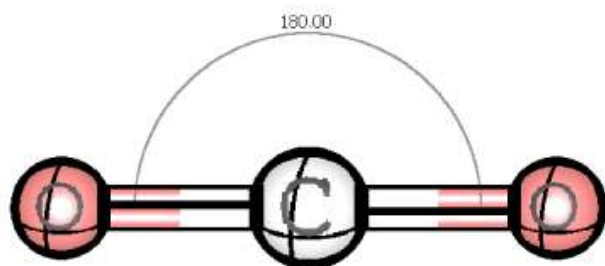
8. É o tipo de ligação que ocorre normalmente entre os átomos de metais. Os átomos dos elementos metálicos apresentam forte tendência a doarem seus elétrons de última camada. Dúcteis, conduzem eletricidade, apresentam brilho metálico, são bons condutores de calor.

9. A depender do número, quais são e como estão ligados os átomos, a repulsão eletrônica pode mudar radicalmente a geometria molecular. Exemplo simples: a molécula de NO_2 é angular pois o N possui elétrons que não estão ligados. Já o CO_2 é linear, não há pares de elétrons no Carbono fazendo repulsão.

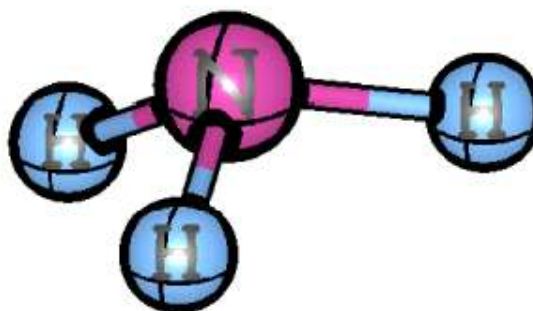
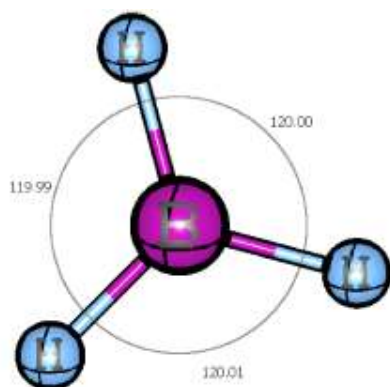
10. Moléculas com apenas 2 átomos só podem ser lineares. Geometria linear. CO , NO , O_2 , N_2 , HCl , HF ...



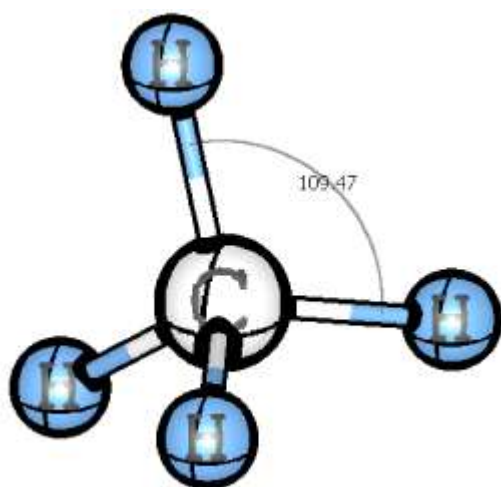
11. Com 3 átomos podemos ter moléculas lineares ou angulares. A diferença é que nas angulares há uma repulsão eletrônica proveniente do átomo central que faz com que a molécula se dobre. Essa repulsão eletrônica usualmente é de pares de elétrons.



12. Semelhante ao caso anterior, com 4 átomos podemos ter moléculas trigonais planas ou piramidais. A diferença é que nas angulares há uma repulsão eletrônica proveniente do átomo central que faz com que a molécula se dobre. Essa repulsão eletrônica usualmente é de pares de elétrons.

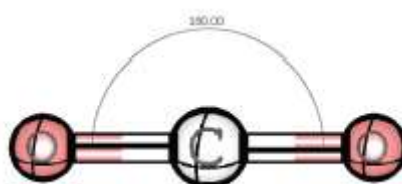


13. É a geometria tetraédrica.

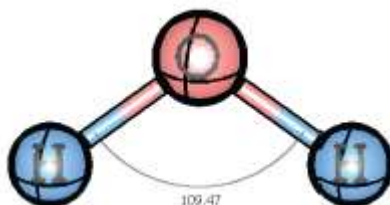


14. A polaridade das ligações químicas depende da eletronegatividade dos átomos que pertencem a essa ligação. A formação de dipolo exige que os átomos ligados possuam eletronegatividades diferentes e esse dipolo caracteriza a polaridade da molécula. Exemplos:

A molécula de CO_2 é apolar: ambos os O puxam a densidade eletrônica com a mesma intensidade para si. Isso faz com que os vetores momento de dipolo se cancelem.



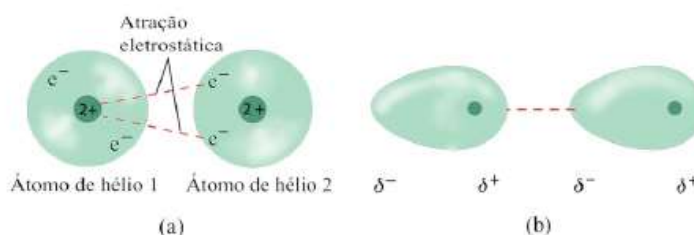
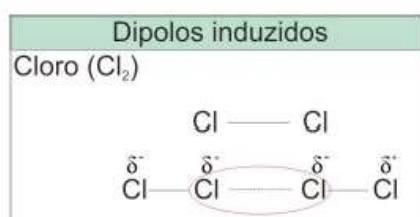
A molécula de água é polar: o O puxa a densidade eletrônica de cada ligação com os H de maneira igual. Os vetores aqui SOMAM-SE formando um único vetor.



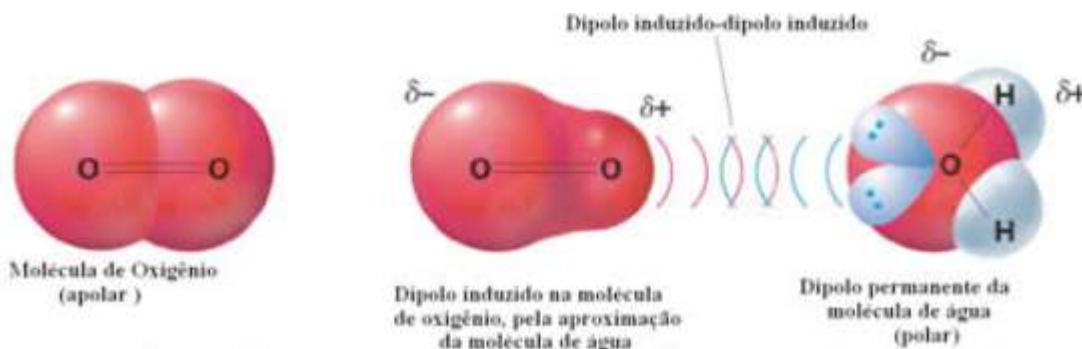
15. Interações intermoleculares são aquelas nas quais duas ou mais moléculas podem interagir. Elas são dependentes ou não da presença de dipolos nas moléculas, grupos funcionais, interações eletrostáticas e outras variáveis diversas.

16. Ocorrem para moléculas apolares. Consistem num dipolo que se forma pela atração dos elétrons de uma das moléculas (mais comumente um átomo 'da ponta') pelo núcleo de um átomo de outra molécula próxima. A carga formada é apenas aparente e só acontece durante essas fracas interações. Exemplos:

- a. duas moléculas de Cloro interagindo por meio de dipolo induzido.
- b. dois átomos de Hélio interagindo por meio de dipolo induzido.

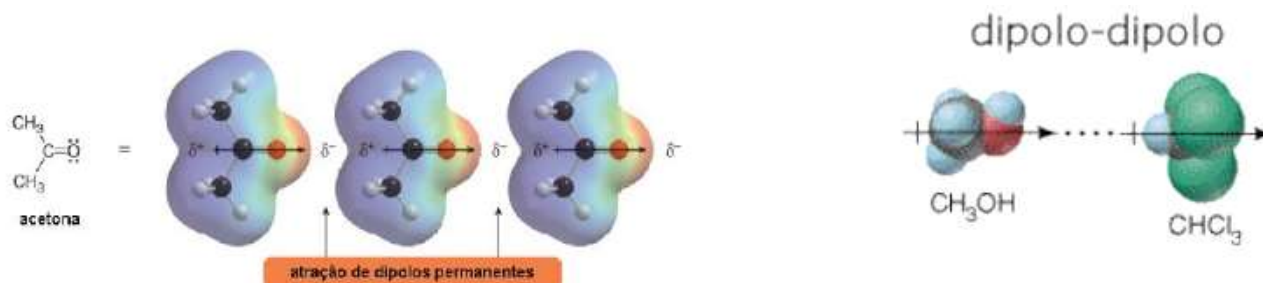


É importante notar que moléculas que possuem apenas um dipolo induzido podem interagir com moléculas que apresentam dipolo permanente por meio de interações de dipolo induzido. Um exemplo é a interação entre moléculas de Oxigênio (O_2) e de água:



17. Ocorrem usualmente para moléculas polares através das interações entre os dipolos permanentes presentes nestas moléculas. O pólo positivo de uma molécula passa a interagir eletrostaticamente com o pólo negativo da outra molécula e assim sucessivamente. Exemplos:

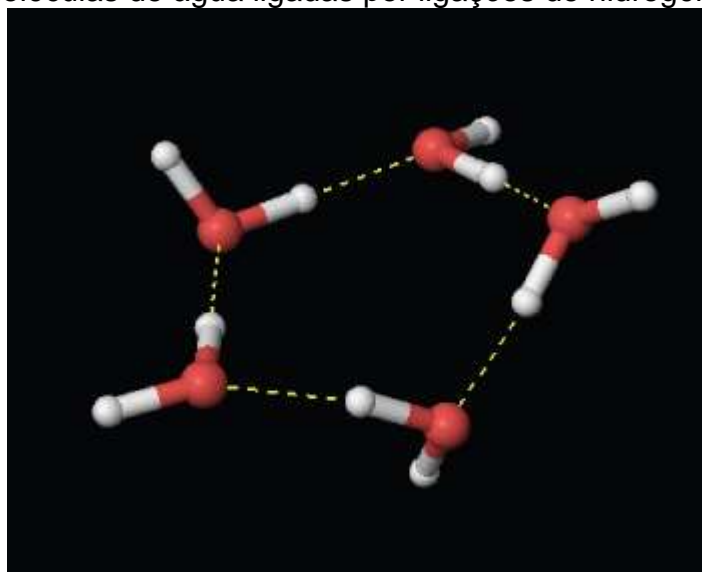
- a. Interações dipolo-dipolo de moléculas de acetona.
b. Interações dipolo-dipolo entre as moléculas de metanol e clorofórmio (ambas moléculas polares).



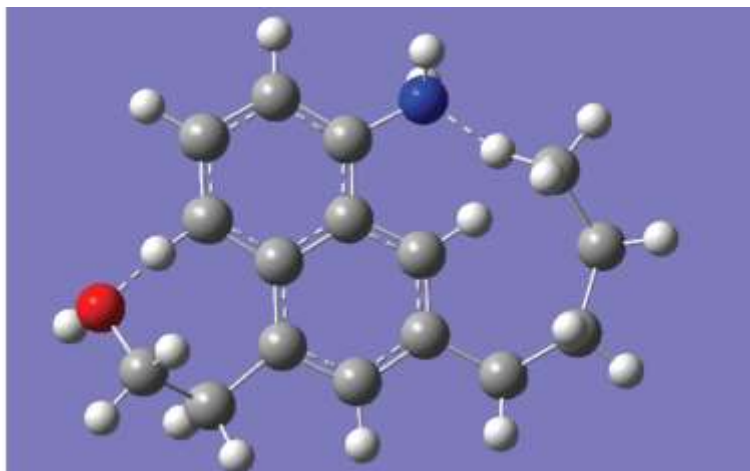
18. Exemplo mais comum para provas de vestibular!

As ligações de Hidrogênio ocorrem entre H e átomos mais eletronegativos. Usualmente os átomos de F, O, N são os mais comuns, mas podemos ver ligações de Hidrogênio com S, Cl, Br, I, F também. As ligações de Hidrogênio tendem a formar redes, podem ser formadas dentro da molécula, e dão estabilidade a um sistema.

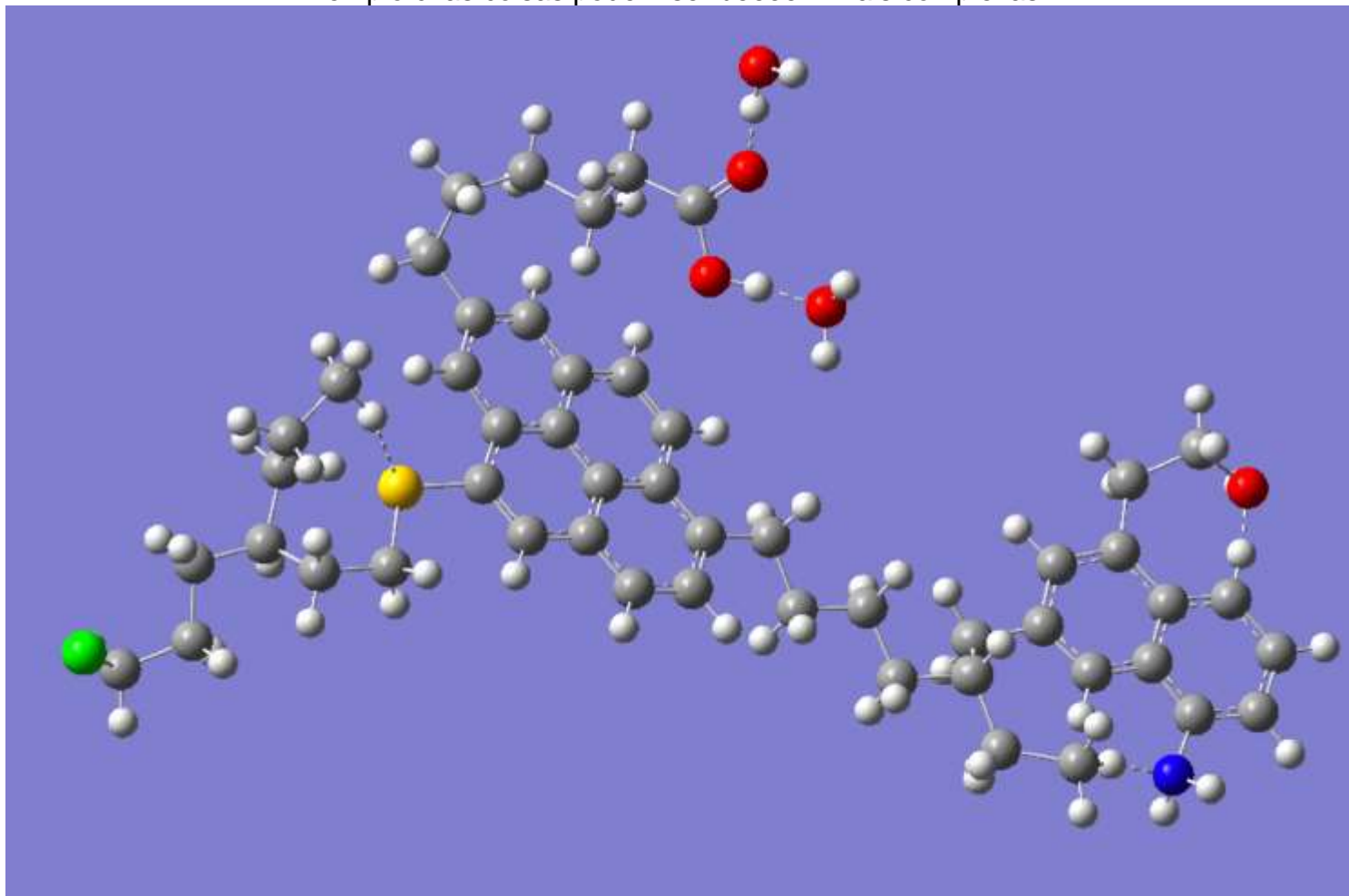
Exemplo a: Redes de moléculas de água ligadas por ligações de hidrogênio



Exemplo b: Ligações de Hidrogênio intramoleculares



Exemplo c: as coisas podem ser beeeem mais complexas



Esse exemplo é só para mostrar algo comum em algumas provas: uma molécula ENORME em que se pede o número de ligações de hidrogênio presentes. Neste caso há 5. Tente identificá-las.

19. Sabemos que a solubilidade é a quantidade máxima que um soluto dissolve-se num solvente. Mas no contexto de interações intermoleculares podemos aprofundar essas ideias. É comum ouvir que “semelhante dissolve semelhante” numa tentativa de simplificar demasiadamente a solubilidade de dois compostos.

Exemplo: água e etanol são polares, eles se misturam e se dissolvem. Gasolina e óleo de cozinha são apolares e se misturam. Água e óleo são de polares distintas e portanto não se misturam. Em geral isto funciona, mas atente que a solubilidade vai além da polaridade e envolve diretamente as interações intermoleculares. Ao misturarmos octanol (possui uma hidroxila, é dito polar) e água eles NÃO se misturam. Isso ocorre porque o octanol possui uma cadeia carbônica longa que lhe dá um caráter apolar. As interações entre as cadeias carbônicas do octanol com outras moléculas de octanol são mais favorecidas do que as interações com da sua hidroxila com as moléculas de água e portanto eles não se misturam. Atentem para este tipo de situação, não precisam decorar é questão de visualizar o problema.

20. Se as interações intermoleculares forem fortes o PF e o PE tendem a ser mais altos já que será preciso mais energia para separar as moléculas umas das outras.